

Chapitre 1 : Généralités sur les solutions électrolytiques

Partie 1 : Généralités sur les solutions aqueuses

1. Définition :

Une solution est un mélange de deux matières ou plus, elle est constituée de :

- **solvant** : la matière qui existe en plus grande quantité.
- **Soluté** : la matière (les matières) qui existe en faible quantité.

Donc :

$$\text{Solution} = \text{Soluté (Liquide, Solide)} + \text{solvant (liquide)}$$

2. Solution aqueuse : un mélange homogène obtenu en dissolvant du soluté (solide, liquide et gaz) dans l'eau.

3. Solution électrolytique :

Ce sont des solutions conductrices du courant électrique. L'étude de ces solutions a montré la présence des ions libres et indépendants.

4. Solution non-électrolytique :

Le soluté est présent sous forme de molécules neutres.

- ✓ Petites molécules organiques : par exemple. Glucose ($C_6H_{12}O_6$) dans l'eau, Urée (CH_4N_2O) dans l'eau.

5. Types des électrolytiques :

Electrolytique fort	Electrolytique faible	Neutre
Dissociation complète (Ions)	Dissociation partielle (Ions+ Molécules)	Pas de dissociation (Molécules)
$\alpha = 1$	$\alpha < 1$	$\alpha = 0$
$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$	$FeCl_2 \rightarrow Fe^{2+} + 2Cl^-$	$Urée \rightarrow urée$
$\beta = n^+ + n^- = 1 + 1 = 2$	$\beta = 1 + 2 = 3$	$\beta = 0$

α : le degré de dissociation du soluté dans le solvant considéré.

β : le nombre d'ions fournis par la dissociation d'une seule molécule de soluté.

❖ **Caractéristiques quantitatives des solutions**

1. La fraction molaire f_i :

$$f_i = \frac{n_i}{n_{tot}} = \frac{n_i}{\sum n_i} \text{ avec } \sum n_i = 1$$

n_i : nombre moles du soluté.

n_{tot} : le nombre total de moles de la solution

2. Le pourcentage de fraction molaire

$$P = f_i \cdot 100 (\%)$$

P : pourcentage (%)

f_i : Fraction molaire (sans unité).

3. Concentration pondérale ou massique (C_p):

$$C_p = \frac{m(\text{masse de soluté})}{V(\text{Volume de solution})} \text{ (g.l}^{-1} \text{ ou kg.m}^{-3}\text{)}$$

4. Concentration molaire (molarité):

$$C_M = \frac{n(\text{nombre de mole de soluté})}{V(\text{Volume de solution})} \text{ (mol.l}^{-1} \text{ ou mol.m}^{-3}\text{)}$$

5. Relation entre C_p et C_M

$$C_p = M \cdot C_M$$

M est la masse molaire du soluté (en g/mole).

6. Concentration molale (molalité):

$$C_m = \frac{n(\text{nombre de mole de soluté})}{m_{\text{solvant}}(\text{masse du solvant})} \text{ (mol.g}^{-1} \text{ ou mol.kg}^{-1}\text{)}$$

7. Concentration osmolaire (Osmolarité):

$$w_M = i \cdot C_M = (1 + \alpha (\beta - 1)) C_M$$

i : coefficient d'ionisation

C_M : Concentration molaire

α : le degré de dissociation du soluté dans le solvant considéré.

β : le nombre d'ions fournis par la dissociation d'une seule molécule de soluté.

8. Coefficient d'ionisation

$$i = \frac{\text{nbr de particules}}{\text{nbr de molécules}} = \frac{\text{Osmolarité}}{\text{molarité}} = \frac{w_M}{C_M} = (1 + \alpha \cdot (\beta - 1)) \text{ (Sans unité)}$$

9. La concentration ionique

$$C_i = C_i^+ + C_i^- = \alpha C_M (n^+ + n^-) = \alpha \beta C_M$$

Avec : C_i : la concentration ionique de la solution en mole d'ion/m³.

C_i^+ : la concentration ionique des cations en moles d'ion/m³.

C_i^- : la concentration ionique des anions en moles d'ion/m³.

n^+ : Nombre de mole des cations.

n^- : Nombre de mole des anions.

α : Degré de dissociation ionique du soluté qui varie entre 0 (pas de dissolution) et 1 (dissolution totale).

C_M : la concentration molaire de la solution en mole/m³

10. Concentration équivalente

$$C_{\text{éq}} = \sum_i C_i^+ |Z_i^+| + \sum_j C_j^- |Z_j^-|$$

C_i^+ : La concentration ionique des cations en moles d'ion/m³.

C_j^- : La concentration ionique des anions en moles d'ion/m³.

$|Z_i^+|$ et $|Z_j^-|$: la Valence (les ions + et -)

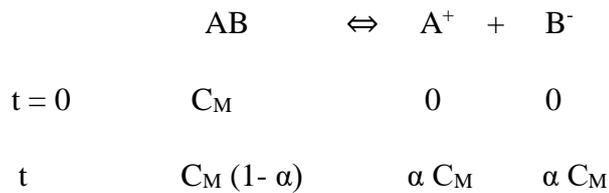
11. Principe de l'électro-neutralité:

$$\sum_i C_i^+ |Z_i^+| = \sum_j C_j^- |Z_j^-| \quad \sum C_{\text{éq}}^+ = \sum C_{\text{éq}}^-$$

12. Constante d'Oswald (constante d'équilibre):

| Résumé de Biophysique

- Pour un électrolyte faible binaire du type AB (comme CH₃COOH) :



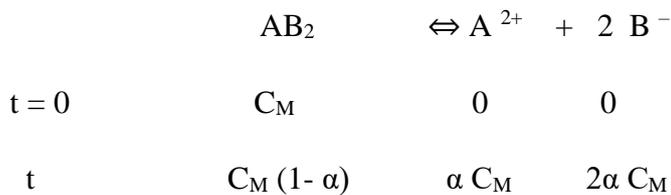
La constant d'équilibre k définie par :

$$k = \frac{[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]}{[\text{AB}]} = \frac{\alpha^2 C_M}{1 - \alpha}$$

Si $\alpha \ll 1$, on peut écrire $K = \alpha^2 C_M \rightarrow \alpha = \sqrt{k/C_M}$

Si non $\alpha^2 C_M + K \alpha - K = 0$

- Pour un électrolyte faible binaire du type AB₂ (comme CaCl₂):



Dans ce cas, la constant d'équilibre k est égale à :

$$k = \frac{[\text{A}^+] \cdot [\text{B}^-]^2}{[\text{AB}]} = \frac{4\alpha^3 C_M^2}{1 - \alpha}$$

Remarque :

1. pour un électrolyte faible, α croit lorsque C_M diminue, et ainsi à fort dilution il se comportera comme un électrolyte fort.

2. Détermination du (V_1) a prélevé quantité de matière de soluté dans la V_1 ,
 $n(x) = C_1 V_1$

la quantité de matière (n) est la solution après dilution : $C_0 V_0 = C_1 V_1$ qui implique :
 $V_1 = \frac{C_0 V_0}{C_1}$

Type des électrolytes	Electrolytes forts	Electrolytes faibles	Neutre	Unité
	Dissociation complète (Ions)	Dissociation partielle (Ions+ Molécules)	Pas de dissociation (Molécules)	/
Degré de dissociation	$\alpha = 1$	$\alpha < 1$	$\alpha = 0$	Sans unité
Exemple	$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$	$FeCl_2 \rightarrow Fe^{2+} + 2Cl^-$	$Urée \rightarrow urée$	/
Le nombre d'ions (- et +)	$\beta = n^+ + n^- = 1 + 1 = 2$	$\beta = 1 + 2 = 3$	$\beta = 0$	Sans unité
Coefficient d'ionisation	$i = 1 + \alpha \cdot (\beta - 1) = \beta = 2$	$i = 1 + \alpha \cdot (\beta - 1)$	$i = 1$	Sans unité
Concentration pondérale	$C_p = \frac{m}{V}$	$C_p = \frac{m}{V}$	$C_p = \frac{m}{V}$	g/l ou kg/m ³
Concentration molaire	$C_M = \frac{n}{V}$	$C_M = \frac{n}{V}$	$C_M = \frac{n}{V}$	mol/l ou mol/m ³
Relation entre Cp et CM	$C_p = M \cdot C_M$	$C_p = M \cdot C_M$	$C_p = M \cdot C_M$	g/l

| Résumé de Biophysique

Osmolarité	$w_M = i \cdot C_M = \beta C_M$	$w_M = i \cdot C_M$	$w_M = C_M$	Osmol/l ou osmol/m ³
Concentration ionique	$C_i = \alpha\beta C_M$	$C_i = \alpha\beta C_M$	$C_i = 0$	<i>mole d'ion/l</i> Ou <i>mole d'ion/m³</i>
Concentration équivalente	$C_{\acute{e}q} = \alpha C_M (n^+ Z^+ + n^- Z^-)$ $ Z^+ = Z^- =1, n^+=1 \text{ et } n^-=1$ $\rightarrow C_{\acute{e}q} = \beta C_M$	$C_{\acute{e}q} = \alpha C_M (n^+ Z^+ + n^- Z^-)$ $ Z^+ = 2, Z^- =1, n^+=1 \text{ et } n^-=2$ $\rightarrow C_{\acute{e}q} = 4\alpha C_M$	$C_{\acute{e}q} = 0$	Eq/l ou Eq/ m ³